Université A.Mira- Béjaia **Année universitaire 2026/2027**
Faculté de Technologie **1ère Année ING**
Département de Technologie

Série de TD N°1 - Chimie 1-ING - (TD)

Exercice N°1

Précisez pour les produits suivants si c'est un corps pur simple, un corps pur composé, un mélange hétérogène ou un mélange homogène :

1. L'air
2. Le sol
3. L'azote
4. Un lingot d'or
5. L'eau du robinet
6. Un parfum
7. Le lait frais
8. L'eau distillée
9. L'acier inoxydable
10. Le sucre

Exercice N°2

Les questions 1, 2, 3, 4 et 5 sont indépendantes les unes des autres.
1. Quel est le nombre d'atomes de palladium $^{106}_{46}$Pd contenus dans une pièce de 1 kg de ce métal?
2. Quel est le nombre de molécules d'azote dans un volume de 1 L dans les CNTP.
3. Les abeilles libèrent, chaque fois qu'elles piquent, environ 1 µg (1×10^{-6} g) d'acétate d'isopentyle $C_7H_{14}O_2$.
   - Combien de molécules de ce composé une abeille libère-t-elle quand elle pique ?
   - Combien y a-t-il d'atomes de carbone présents dans ces molécules ?
4. Quelle est la masse en grammes et en u.m.a d'un atome de germanium $^{72}_{32}$Ge . Quel est le nombre de moles correspondant à 5. 10^{23} atomes de $^{28}_{14}$Si.
5. Quel est le nombre de moles contenus dans 15 g de thiourée, $CS(NH_2)_2$?

Données: C = 12, S = 32, N = 14, H = 1 (g / mol), N_A = 6,023. 10^{23} atomes.

Exercice N°3

I. Calculer le nombre de moles et le nombre d'atomes dans les cas suivants :
1) 0,5 kg de silicium (M_{Si} = 28 g/mol).
2) 4,48 Litres de dinitrogène (N_2) dans les CNTP.

II. Soit la réaction chimique : $2H_2O(g) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$

1. Quels sont les réactifs ? Quels sont les produits ?
2. Quelles sont les masses molaires moléculaires ou atomiques de chaque produit ou réactif ?

Lors de la décomposition de 9 grammes d'eau, déterminer :

1) Les nombres de moles de molécules produites d'hydrogène et d'oxygène.
2) Les volumes dégagés d'hydrogène et d'oxygène dans les CNTP**.**

Données : H = 1 $g.mol^{-1}$; *O* = 16 $g.mol^{-1}$

Exercice N°4

Une boîte de sucre contient 1kg de saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$. La quantité de matière correspondante vaut : n = 2,92 mol.

1) Calculer la masse molaire du saccharose de deux façons.
2) Quel est le nombre N de molécules de saccharose dans cette boite ?
3) En déduire la masse d'une molécule de saccharose.

Données : $N_A = 6{,}023.\ 10^{23}$ atomes

Exercice N°5

La caféine, un stimulant présent dans le café, renferme 49,48 % de carbone ; 5,15 % d'hydrogène ; 28,88 % d'azote et 16,49 % d'oxygène. Sa masse molaire est de 194,2 g/mol.

1. Calculer le nombre de moles de caféine présentes dans 5 g d'échantillon. Déduire le nombre de molécules.
2. Déterminer la formule moléculaire de la caféine.
3. Un volume V = 25 mL de solution de caféine contient une masse m = 2 g de caféine dissoute. Calculer la concentration molaire de cette solution.

Données : Masse molaire (g/mol) : C = 12 ; H = 1 ; N = 14 ; O = 16.

Exercice N°6

I. Le laiton est un alliage composé de cuivre et de zinc. Une masse de 50.0 g de laiton contient une quantité de cuivre n_{cu} = 0,470 mol.

1) Déterminer les masses de cuivre et de zinc présents dans cet échantillon.
2) Calculer les fractions massiques et molaires de cuivre et de zinc.
3) Calculer le pourcentage massique de cuivre et déduire le pourcentage massique de zinc dans cet alliage.

Données : Cu = 63,55 , Zn = 65,38 (g/mol)

Exercice N°7

I. On dissout une masse m = 3,15 g, de chlorure de sodium dans 200 ml d'eau.

1. Quelle est la concentration massique volumique, en g/l, de NaCl ?
2. Quelle est la concentration molaire volumique (molarité), en mol/l, de NaCl ?

II. On dissout 187.6 g de sulfate de chrome (**$Cr_2(SO_4)_3$**) dans l'eau puis on complète le volume de la solution jusqu'à un litre. On a constaté que la masse volumique de cette solution est de 1,1722 g / cm^3. Calculer la molarité, la molalité de cette solution, déduire sa densité.

III. Une solution concentrée d'acide chlorhydrique (HCl) de volume 20 cm^3 contenant 8,36 g de HCl pur a une masse volumique ρ = 1,18 g/cm^3. Déterminer la normalité.

Données: Cr = 52 g/mol, S = 32 g/mol, O = 16 g/mol, M(H) = 1g /mol ; M(Cl) = 35,5 g/mol

Exercice supplémentaire

***Exercice N°*1**

1/ Dans 0.4 moles de H_2S, combien y a-t-il : **a-** de grammes de H_2S, **b-** de moles de H et de moles de S, **c-** de grammes de H et de grammes de S, **d-** de molécules de H_2S, **e-** d'atomes de H et d'atomes de S.

2/ Un échantillon d'oxyde de cuivre CuO a une masse m = 1,59 g. Combien y a-t-il de moles et de molécules de CuO et d'atomes de Cu et de O dans cet échantillon ?

MCu= 63,54 g.mol-1 ; Mo = 16 g.mol-1, MS = 32g /mol.

Université A.Mira- Béjaia
Faculté de Technologie
Département de Technologie

Année universitaire 2026/2027
1ère Année ING

Solution série TD1-ING

Exercice N°1

1. La classification des produits étudiés selon leur nature est présentée dans le tableau suivant :

Mélange homogène	Mélange hétérogène	Corps pur simple	Corps pur composé
L'air	Sol	Azote	Eau distillé
Eau de robinet		Un lingot d'or	Sucre
Parfum			
Lait frais			
Acier inoxydable			

Exercice N°2

1.Calcul du nombre d'atomes de P_d

1 mol ⟶ $N_A = 6.023X10^{23}$ atomes ⟶ 106 g

N(atomes) ⟶ 1000 g

N(atommes) = $5,687x10^{24}$.

2.Calcul du nombre de molécules contenus dans 1L de N_2 :

1 mol ⟶ $N_A = 6.023X10^{23}$ molécules ⟶ Vm = 22,4 l

N(molécules) ⟶ 1l

N(molécules) = $2,68\ x10^{22}$ molécules

3.Calcul du nombre de molécules d'acétate d'isopentyle :

La masse molaire de l'acétate d'isopentyle est de :

$$M = 7(12) + 14(1) + 2(16) = 130 g/mol$$

Le nombre de molécules est : $N = n \times N_A = \frac{m}{M} \times N_A$; $N = \frac{1\times10^{-6}}{130} \times 6{,}023 \times 10^{23}$

$N = 4{,}63 \times 10^{15}$ molécules

Le nombre d'atomes de carbone :

Chaque molécule $C_7H_{14}O_2$ contient 7 atomes de carbone.

Donc : $N_C = 7 \times N = 7 \times 4{,}63 \times 10^{15}$

$N_C = 3{,}24 \times 10^{16}$ atomes de carbone

4.Calcul de la masse d'un atome de Ge :

1 mol ⟶ $N_A = 6.023 \times 10^{23}$ atomes ⟶ 72 g

1 atome ⟶ m

$m = 1{,}195 \times 10^{-22}$ g $= 1{,}195 \times 10^{-25}$ kg

1 u.m.a = $1{,}66 \times 10^{-27}$ kg donc m = $0{,}719879 \times 10^{2}$ = 71,987 u.m.a

Le nombre de moles de Si :

1 mol ⟶ $N_A = 6.023 \times 10^{23}$ atomes

n (mole) ⟶ 5×10^{23} atomes

n = 0,83 mol

5.Calcul du nombre de moles de la thiourée :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{15g}{76g/mol} = 0{,}197\ mol$$

Exercice N°3

1) $0,5\ kg$ de silicium (500g)

Nombre de moles :

$$n(Si) = \frac{500}{28} = 17{,}86\ mol$$

Nombre d'atomes de silicium :

$$N = 17{,}86 \times 6{,}023 \times 10^{23}, \quad N = 1{,}075 \times 10^{25}\ atomes$$

2) $4,48\ L$ de dinitrogène N_2

Nombre de moles de N_2: $\boldsymbol{n(N_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{4{,}48}{22{,}4}}$, $\boxed{n(N_2) = 0{,}20\ mol}$

Nombre de molécules de N_2:

$$N_{\text{molécules}} = 0{,}20 \times 6{,}023 \times 10^{23} = 1{,}204 \times 10^{23} \text{ molécules}$$

Chaque molécule de N_2contient 2 atomes d'azote.

Donc : $N_{\text{atomes}} = 2 \times 1{,}204 \times 10^{23}$, $\boxed{N_{\text{atomes de N}} = 2{,}408 \times 10^{23} \text{ atomes}}$

II)

On a : $H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$

Calcul du nombre de moles d'eau : $n(H_2O) = \frac{m}{M} = \frac{9}{18} = \boxed{0{,}5\ mol}$

1) Nombres de moles de H_2et de O_2produits

D'après l'équation :

$$1\ mol\ H_2O \rightarrow 1\ mol\ H_2 + \frac{1}{2}\ mol\ O_2$$

Donc pour $0{,}5\ mol$ d'eau :

Hydrogène :

$$n(H_2) = 0{,}5 \times 1$$

$$n(H_2) = 0{,}5\ mol$$

Oxygène :

$$n(O_2) = 0{,}5 \times \frac{1}{2}$$

$$n(O_2) = 0{,}25\ mol$$

2) Volumes dans les conditions normales de température et de pression

Dans les CNTP, on utilise :

$$V_m = 22{,}4\ L/mol$$

Volume d'hydrogène

$$V(H_2) = n(H_2) \times V_m$$

$$V(H_2) = 0{,}5 \times 22{,}4$$

$$V(H_2) = 11{,}2\ L$$

Tapez une équation ici.

Volume d'oxygène

$$V(O_2) = n(O_2) \times V_m$$

$$V(O_2) = 0{,}25 \times 22{,}4$$

$$V(O_2) = 5{,}6\ L$$

Exercice N°4

- **Calcul de la masse molaire de saccharose**

Methode 1 :

$$M = \frac{m}{n} = \frac{1000\ g}{2{,}92\ mol} = 342{,}46\ g/mol$$

Methode 2 :

M = 12x12 + 22x1+ 11x16 = 342g/mol

- **Calcul du nombre N de molécules de saccharose dans cette boite**

1 mol ⟶ N_A = 6.023X10^{23} molécules

2,92 mol ⟶ N (molécules)

N = 2,92x6,023x10^{23} = 17,58x10^{23} molécules

- **La masse d'une molécule de saccharose**

17,58x10^{23} molécules ⟶ 1kg

1molécule ⟶ m

m = 5,68x10^{-25} kg

Exercice N°5

1. Nombre de moles et nombre de molécules de caféine

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5}{194{,}2} = 2{,}575 \times 10^{-2}\ \text{mol}$$

$n = 2{,}575 \times 10^{-2}$ mol

Le nombre de molécules est

$N = n \times N_a = 2{,}575 \times 10^{-2} \times 6{,}02 \times 10^{23}$

$N = 1{,}55 \times 10^{22}$ molécules

2. Déterminer la formule moléculaire de la caféine.

-Il faut d'abord déterminer la masse de chaque élément dans 1 mol (194,2 g de caféine).

- ***Pour le carbone***

49,48g C⟶100g

m_C ⟶ 194,2 g/mol de caféine ⇒ m_C= 96,09g/mol

- ***Pour l'hydrogène***

5,15g H⟶100g

M_H ⟶ 194,2 g/mol de caféine ⇒ m_H = 10g/mol

De même on retrouve : m_N = 56,07 g/mol, m_O = 32,02 g/mol

-Nombre de mole de chaque élément :

- ***Pour le carbone***

1 mol de C ⟶12 g

n_C ⟶ 96,09 g/mol ⇒ $n_C = 8{,}001$ mol ≈ 8 mol

- ***Pour l'Hydrogène***

1 mol de H ⟶1 g

n_H ⟶ 10 g/mol ⇒ $n_H = 9{,}92$ mol ≈ 10 mol

- **Pour l'Azote**

1 mol de N ⟶14 g

n_N ⟶ 56,07 g/mol ⇒ $n_N = 4{,}002$ mol ≈ 4 mol

- ***Pour l'Oxygène***

1 mol de O ⟶16 g

n_O ⟶ 32,02 g/mol ⇒ $n_O = 2{,}001$ mol ≈ 2 mol

Et donc la formule moléculaire de la caféine est :

$$\mathbf{C_8H_{10}N_4O_2}$$

3. Concentration molaire de la solution

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2}{194{,}2} = 1{,}030 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$n = 1{,}030 \times 10^{-2}$ mol

$$C = \frac{n}{V} = \frac{21{,}030 \times 10^{-2}}{0{,}025} = 0{,}412 \text{ mol/L}$$

C = 0,412 mol/L

Exercice N°6

1. **Les masses de cuivre et de zinc présents dans cet échantillon**

$$m_{alliage} = m_{Cu} + m_{Zn}$$

$$m_{Cu} = n_{Cu}\, xM = 0{,}47x\ 63{,}55 = 29{,}86\ g$$

$$m_{Zn} = m_{alliage} - m_{Cu} = 50 - 29{,}86 = 20{,}13\ g\ ;\ n_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{M} = \frac{20{,}13}{65{,}38} = 0{,}307 \text{ mol}$$

2. **Les fraction massiques et molaires de zinc et de cuivre**

Fraction massique de cuivre : $W_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{m_{alliage}} = \frac{29{,}86}{50} = 0{,}59$

Fraction massique de zinc : $\boldsymbol{W_{Zn}} = \frac{\boldsymbol{m_{Zn}}}{\boldsymbol{m_{alliage}}} = \frac{20,13}{50} = 0,40$

Fraction molaire de cuivre : $\boldsymbol{X_{Cu}} = \frac{\boldsymbol{n_{Cu}}}{\boldsymbol{n_{Cu}+ n_{Zn}}} = \frac{0,470}{0,470+0,307} = 0,604$

Fraction molaire de zinc : $\boldsymbol{X_{Zn}} = \frac{\boldsymbol{n_{Zn}}}{\boldsymbol{n_{Zn}+ n_{Cu}}} = \frac{0,307}{0,307+0,470} = 0,396$

3. Le pourcentage massique de cuivre et de zinc dans l'alliage

$$\%_{\boldsymbol{massique}}\,(\boldsymbol{Cu}) = \frac{\boldsymbol{m_{Cu}}}{\boldsymbol{m_{Cu}} + \boldsymbol{m_{Zn}}}\boldsymbol{x100} = \frac{29,86}{29,86 + 20,13}x100 = 59,73\%$$

$$\%_{\boldsymbol{massique}}\,(\boldsymbol{Zn}) = \boldsymbol{100} - \%_{\boldsymbol{massique}}\,(\boldsymbol{Cu}) = 100 - 59,73 = 40,27\%$$

Exercice N°07

I. Concentration massique volumique

Cm = $\frac{\boldsymbol{m}}{\boldsymbol{V}} = \frac{\boldsymbol{3,15}}{\boldsymbol{0,2}} =$ 15,75 g/L

Donc : Cm = 15,75 g/L

M (NaCl) = 23 + 35,5 = 58,5 g/mol

2. Concentration molaire volumique (molarité)

$$n=\frac{\boldsymbol{m}}{\boldsymbol{M}} = \frac{\boldsymbol{3,15}}{\boldsymbol{58,5}} = 0,0538 \text{ mol}$$

n= 0,0538 mol

$$C=\frac{\boldsymbol{n}}{\boldsymbol{V}} = \frac{0,0538}{\boldsymbol{0,2}} = 0,269 \text{ mol/L}$$

C= 0,269 mol/L

II) La molarité

$M(Cr_2(SO_4)_3) = 2 \times 52 + 3 \times (32,06 + 4 \times 16) = 392$ g/mol

$n = \frac{m}{M} = \frac{187,6}{392} = 0,478\ mol$; $C = \frac{n}{V} = \frac{0,47}{1} = 0,478\ mol/l$

La molalité

$$b = \frac{n_{soluté}}{m_{solvant(kg)}}$$

$$\rho = \frac{m_{sol}}{V_{sol}};\ m_{sol} = \rho\ x\ V_{sol} = 1,1722x\ 1000 = 1172,2\ g$$

$m_{eau} = m_{solution} - m_{soluté}$

m_{eau} = 1172,2 - 187,6 = 984,6 g = 0,9846 kg

$$b = \frac{n_{soluté}}{m_{solvant(kg)}} = \frac{0{,}478}{0{,}9846} = 0{,}486\ mol/kg$$

Déduire la densité

$m_{soluté}$ = 1172,2 g, alors :

$$d = \frac{\rho_{soluté}}{\rho_{eau)}} = \frac{1{,}1722}{1} = 1{,}1722$$

III) La normalité N de la solution de HCl

1. Calcul de la quantité de matière de HCl

$n = \frac{m}{V}$; n = 0,229 mol

2. Calcul de la molarité

$C = \frac{n}{V} = \frac{0{,}229}{0{,}02} = 11{,}45 mol/L$

C = 11,45 mol/L

3. Calcul de la normalité

Puisque HCl est un monoacide **donc Z = 1**

N= Z.C , Donc : N=11,45N

Normalité de la solution de HCl = 11,45 N